

El mol: un concepto evasivo

Una estrategia didáctica para enseñarlo

Andoni Garritz,
Laura Gasque,
Gisela Hernández,
Ana Martínez
Universidad Nacional
Autónoma de México

Pretendemos en este artículo revisar lo escrito en la literatura sobre el tema del mol y la magnitud que mide, la cantidad de sustancia, con el fin de alcanzar una propuesta didáctica más apropiada para abordar este concepto evasivo. Desarrollaremos este propósito en cuatro etapas subsecuentes, con algún o algunos recuadros como ejemplo en cada una de ellas.

The mol, an evasive concept

With this article we aim to revise what is written in literature on the theme of the mol and the magnitude that it measures, the quantity of substance with the aim of reaching a more appropriate didactic proposal to look at this evasive concept. We develop this proposal with four subsequent stages with some examples for each of them.

El mol, la unidad de cantidad de sustancia del Sistema Internacional de Unidades, resulta ser un concepto muy difícil para los estudiantes en la escuela secundaria (Ceverllati y otros, 1982; Furió y otros, 1993). Inclusive los docentes muestran dificultades conceptuales sobre este tópico (Furió y otros, 1999).

Todo parte de una primera definición de mol, expresada por Ostwald (1853-1932), que indicaba que el «peso normal o molecular de una sustancia expresado en gramos se debe llamar a partir de ahora *mol*». Lo anterior implica dar al mol la identificación con la magnitud *masa*, cuestión que quedó plasmada en la mente de los profesores y profesoras durante décadas. Ya volveremos sobre este punto de la desafortunada definición inicial de mol.

Diversos artículos han analizado el contenido de los libros de texto sobre el tema (Ceverllati y otros, 1982; Furió y otros, 1999), llegando a la conclusión de que diversos libros todavía emplean la equívoca definición de mol como «el peso molecular expresado en gramos», o que es «como un número», «como la docena del químico». Asimismo no se identifica a este concepto explícitamente con *cantidad de sustancia*, término que rara vez aparece en los textos, llegando al extremo de mencionarse en los problemas «calcular el número de moles» en lugar de «calcular la cantidad de sustancia» (Mills, 1989).

Otros autores retoman el concepto de mol y sus aplicaciones en los cálculos estequiométricos, como un tema primordial para el entendimiento de la reacción química y su cuantificación, cuestión a la que no nos dedicaremos en este artículo.

Definir mol como la unidad de la magnitud «cantidad de sustancia»

La magnitud *cantidad de sustancia* aparece en 1961 como una entidad diferente de la *masa*, como una de las siete magnitudes fundamentales del Sistema Internacional de Unidades, y obedece a razones de comodidad a la hora de contar entidades elementales. La introducción del término *cantidad de sustancia* como una nueva magnitud hace posible contar, en el nivel macroscópico, las entidades elementales a partir de las masas o volúmenes de combinación de las sustancias reactivas (Furió y otros, 1999). La *cantidad de sustancia* aparece gracias a la consolidación de la teoría atómico-molecular, ya que su introducción en una reacción química hace que se centre más la atención en la relación entre las cantidades de partículas que intervienen en la misma, que en los pesos de combinación.

Al igual que sucede con otras magnitudes fundamentales del Sistema Internacional de Unidades, como es el caso de la masa o el tiempo, no es simple encontrar una definición de cantidad de sustancia. La Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC 2001) dice solamente al respecto que:

La cantidad física «cantidad de sustancia» o «cantidad química» es proporcional al número de entidades elementales –especificadas por una fórmula química– de las cuales la sustancia está compuesta. El factor de proporcionalidad es el recíproco de la constante de Avogadro ($6.022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$).

Podemos decir, asimismo, que no existe un consenso internacional respecto al uso del nombre *cantidad de sustancia* para una de las magnitudes básicas del Sistema Internacional. Rocha-Filho (1990) ha propuesto el término *numerosidad*ⁿ y Gorin (1994) el de cantidad química, el cual ha sido recientemente recomendado también por la IUPAC.

El mol se define (McGlashan, 1971) como:

La cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales como átomos hay en 0,012 kg de carbono-12. Cuando se usa el mol, las entidades elementales deben ser especificadas, pudiendo ser átomos, moléculas, iones, electrones, otras partículas o grupos específicos de tales partículas.

Agrega McGlashan que:

Unidades tales como el «átomo-gramo», la «molécula-gramo», el «equivalente-gramo», el «equivalente», el «ion-gramo» y la «fórmula-gramo» son todas obsoletas.

La crítica de Gorin al término *cantidad de sustancia* se refiere al caso en que se escoja expresar las entidades elementales como electrones o

como iones, ya que en ese caso no se tiene precisamente una sustancia presente.

Introducir la constante de Avogadro como el número de entidades elementales en un mol

Dada la definición de mol, creemos que resulta conveniente, al menos en el nivel secundario, dar a conocer cuántos átomos hay en exactamente 12 gramos de carbono-12, pues en un mol de cualquier sustancia habrá ese mismo número de entidades elementales. A este número hemos podido llegar mediante el experimento, por medio de un desarrollo histórico que ejemplificamos en el apartado siguiente.

N_A y su determinación

Es ciertamente sinuoso el camino histórico que desemboca en la constante de Avogadro. Haremos una síntesis apretada, que retoma algunos de los puntos clave:

Ley de las composiciones constantes

Las primeras ideas acertadas sobre la combinación química fueron expresadas por Joseph L. Proust y Jeremías B. Richter:

En cualquier compuesto químico los elementos que lo constituyen están combinados siempre en la misma proporción en peso.

Y fueron retomadas por Dalton:

En toda investigación química ha sido considerado justamente un importante objetivo el averiguar los pesos relativos de los simples que constituyen un compuesto.

Así por ejemplo, sin importar el origen o el modo de preparación del agua, hoy sabemos que en cualquier muestra están combinados siempre 8 gramos de oxígeno por cada gramo de hidrógeno:

$\frac{8 \text{ gramos de oxígeno}}{1 \text{ gramo de hidrógeno}}$
--

Esta es la llamada *razón de composición en peso del agua*.

Hipótesis atómica

Dalton plantea la existencia de los átomos en 1808. Los compuestos, como el agua, estarían constituidos por moléculas idénticas, las

cuales a su vez estarían formadas por un cierto número de átomos elementales. Según pensaba Dalton, aunque equivocadamente, la molécula del agua tendría un átomo de hidrógeno y uno de oxígeno, por lo cual, dada la razón de composición en peso del agua, un átomo de oxígeno pesaría ocho veces lo que uno de hidrógeno.

Fórmulas

La solución al enigma de determinar las fórmulas de los compuestos se dio gracias a la Ley de volúmenes de combinación de Luis José Gay-Lussac: «Se requieren 2 volúmenes de hidrógeno y 1 volumen de oxígeno para obtener 2 volúmenes de agua.» Con la hipótesis de Amadeo Avogadro («Cualesquiera dos volúmenes gaseosos iguales, a la misma presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas.») y la Ley de los volúmenes de combinación se pudo conocer la naturaleza diatómica de las moléculas de oxígeno e hidrógeno, así como la fórmula del agua, H_2O , con dos átomos de hidrógeno por cada átomo de oxígeno. La razón de composición en peso del agua implica que un átomo de oxígeno pesa 16 veces lo que uno de hidrógeno. Tenemos al fin el peso atómico relativo correcto del oxígeno con respecto al hidrógeno: 16.

Pesos atómicos relativos

Stanislao Cannizzaro retoma, décadas después, las ideas de Gay-Lussac y Avogadro, y encuentra extraordinaria congruencia en los cálculos de pesos atómicos de todos los elementos. La comunidad científica aceptó sus argumentos en 1860. La hipótesis de Avogadro parecía tener validez.

Constante de Avogadro, N_A

Con el peso atómico del hidrógeno considerado como una unidad, surgió la pregunta: «¿Cuántos átomos hay en una muestra elemental que contiene tantos gramos de sustancia como su peso atómico relativo al hidrógeno?», cuestión que Avogadro ciertamente nunca se planteó. No obstante, dicho número de átomos fue denominado como *constante de Avogadro*. A lo largo de los años, la base de referencia ha cambiado de 1 g de hidrógeno a 16 g de oxígeno, luego a 16 g de ^{16}O y, finalmente, a 12 g de ^{12}C .

Determinación de N_A

Las primeras estimaciones de la constante de Avogadro, N_A , fueron hechas durante la segunda mitad del siglo XIX. Nueve años después de la muerte de Avogadro, Josef Loschmidt sugiere un pri-

mer método para obtenerla y encuentra $N_A = 4,09 \times 10^{22}$ partículas/mol. Este valor, casi quince veces menor que el actual, fue mejorado mediante otras técnicas por diversos investigadores (determinación del espesor límite de una película, o de los parámetros del movimiento browniano, o de la emisión de partículas radiactivas). Fue Perrin, en 1909, quien logró por primera vez un resultado muy cercano al actual de N_A al alcanzar 62×10^{22} partículas/mol. N_A terminó de afinarse durante el siglo xx, una vez determinada con precisión la carga del electrón (1913) o aplicadas las técnicas de difracción de rayos X sobre cristales (1912). El resultado actualmente aceptado internacionalmente es:

$$N_A = 6,02214199 \times 10^{23} \text{ entidades elementales/mol}$$

La constante de Avogadro corresponde entonces al número de entidades elementales que existen en un mol de sustancia. Su enorme valor debe ser aquilatado por los estudiantes, para lo cual se puede observar el ejemplo siguiente:

¿Cómo de grande es un mol de granos de arroz?

Consideremos que un grano de arroz tiene una masa de $1,66 \times 10^{-5}$ kg (podríamos haberla obtenido al contar con mucha paciencia alrededor de 60,000 granos en un kilogramo de arroz comprado en el mercado). La masa de un mol de granos sería entonces:

$$M_{\text{arroz}} = \frac{1.66 \times 10^{-5} \text{ kg}}{1 \text{ grano de arroz}} \cdot \frac{6.02 \times 10^{23} \text{ granos de arroz}}{1 \text{ mol de granos de arroz}} = 1 \times 10^{19} \text{ kg/mol}$$

La respuesta es ciertamente sorprendente: ¡diez trillones de kilogramos! Pero, ¿cómo de grande es esta masa?

La producción anual de arroz en China puede ayudarnos a aquilatar lo anterior. En China se producen unos 200 millones de toneladas de arroz al año, o sea, 2×10^{11} kg/año. La masa de un mol de granos de arroz es un número ¡50 millones de veces mayor! ¡China necesita cincuenta millones de años para producir un mol de granos de arroz!

Un problema similar para darse cuenta de la enormidad del número de entidades elementales en un mol, a través de un ejemplo familiar, es el adoptado por Merlo y Turner (1993) al construir un mol de pastillas M&M como una capa de más de 50 km de espesor que cubre todo el mapa de los Estados Unidos de América.

Introducir el tema de los pesos atómicos como datos relativos

El peso relativo de los átomos es lo que condujo a la primera definición de mol, como unidad básica para contar el mismo número de entidades elementales. Veamos un ejemplo de cómo un peso relativo de dos frutas nos da la clave para encontrar muestras con exactamente el mismo número de frutas:

Ciruelas y uvas

Piensas hacer una ensalada de frutas que tenga, entre otras cosas, el mismo número de ciruelas que de uvas. Llegas a la tienda y pides al vendedor treinta uvas y treinta ciruelas. Este, quien tiene una tozudez característica, te responde: «aquí vendemos la fruta por kilos. ¿Cuántos kilos de ciruela y cuántos kilos de uva desea?».

¿Qué hacer en este caso para salir de la tienda con treinta uvas y treinta ciruelas?

Supones, para empezar, que cada ciruela pesa lo mismo que las otras ciruelas y que cada uva pesa lo mismo que cualquiera de las otras uvas.

Pides un kilo de ciruelas. Cuentas las ciruelas que te dieron y encuentras que son quince. Pides ahora un kilo de uvas. Vuelves a contar cuidadosamente y son ciento veinte uvas. Haces el siguiente cociente:

$$\left(\frac{120 \text{ uvas/kg}}{15 \text{ ciruelas/kg}} \right) = \left(\frac{8 \text{ uvas}}{1 \text{ ciruela}} \right)$$

Queda claro ahora que una uva pesa la octava parte de una ciruela. Tienes entonces el peso relativo de las ciruelas, con respecto al patrón uva:

$$\frac{W_{\text{ciruela}}}{W_{\text{uva}}} = \frac{8}{1}$$

Ocho uvas pesan lo mismo que una ciruela. Para pedir la misma cantidad de uvas y ciruelas debes pedir de uvas, por lo tanto, la octava parte del peso de las ciruelas. Esto es lo básico en este ejemplo: contienen el mismo número de frutas las dos muestras, o sea, tanto una muestra dada de ciruelas que pese ocho veces lo que otra muestra de uvas, como esa muestra de uvas. Por lo tanto, el peso relativo nos puede conducir siempre a muestras con el mismo número de frutas.

Calculas rápidamente que para tener treinta ciruelas requieres de dos kilos y, por supuesto, para contar con treinta uvas necesitas la octava parte de los dos kilos. Inteligentemente le dices ahora al vendedor: «Sabe, voy a necesitar otro kilo más de ciruelas y, además, no necesito tantas uvas, póngame solamente un cuarto de kilo.»

Cita especial al respecto merece el artículo de García Cifuentes (1997), pues contiene toda una estrategia didáctica para aproximarse al concepto de mol, con elementos en algunos casos similares a los contemplados en este artículo.

Así, el mol se introduce como la unidad básica de la magnitud *cantidad de sustancia* y la premisa del concepto de mol se ha interpretado como contar partículas mediante el peso (Dominic 1996).

Resulta paradójico que no podamos contar entidades elementales mediante un instrumento de medida directa, y que tengamos que hacerlo de manera indirecta, por medio de una balanza, por ejemplo.

La definición del mol nos lleva directamente al concepto de la masa molar del carbono-12, que es de 12 g. La pregunta que surge es: ¿cuál es la masa molar de cualquier otro elemento o compuesto? El siguiente ejemplo nos da la respuesta.

La masa molar de un elemento o compuesto

Pensemos en la definición del peso atómico del elemento A en el siglo XIX, cuando todos los pesos atómicos se expresaban con relación al del átomo de hidrógeno:

$$\text{Peso atómico de A} = \frac{\text{Peso del átomo de A}}{\text{Peso del átomo de hidrógeno}} \quad \text{Siglo XIX}$$

No nos detendremos ahora en considerar la existencia posible de varios isótopos estables del átomo de A.

Al estar definido como un cociente entre dos pesos, el peso atómico no posee unidades. Hoy, el peso atómico se expresa con relación a la doceava parte del peso de un átomo de carbono-12, por lo cual la definición actual es:

$$\text{Peso atómico de A} = \frac{\text{Peso del átomo de A}}{1/12 \text{ del peso del átomo de carbono-12}} \quad \text{Hoy}$$

Podríamos ahora sustituir la palabra *peso* por *masa*, ya que una comparación entre dos pesos es idéntica a una comparación entre dos masas, en el mismo lugar de la Tierra.

$$\text{Peso atómico de A} = \frac{\text{Masa del átomo de A}}{1/12 \text{ de la masa del átomo de carbono-12}} \quad \text{Siglo}$$

Igualmente, el resultado no se altera si consideramos 2, 3, o más átomos de A

y 2, 3 o más átomos patrón. En particular, si consideramos un mol de dichos átomos:

$$\text{Peso atómico de A} = \frac{\text{Masa de un mol de átomos de A}}{1/12 \text{ de la masa de un mol de átomos de carbono-12}}$$

El numerador de esta última expresión es, por definición, la masa molar de A, M_A , y el denominador es 1/12 de la masa molar del carbono-12, que vale exactamente 12 g/mol.

$$\text{Peso atómico de A} = \frac{M_A}{1/12 (12 \text{ g/mol})} = \frac{M_A}{1 \text{ g/mol}}$$

Si repitiéramos este proceso iniciando con el peso molecular del compuesto A, llegaríamos a una ecuación idéntica:

$$\text{Peso molecular de A} = \frac{M_A}{1 \text{ g/mol}}$$

Concluimos que la masa molar de A, sea A un elemento o un compuesto, es igual al peso atómico o molecular de A, que es un número adimensional, multiplicado por la unidad 1 g/mol.

$$M_A = \text{Peso atómico o molecular de A (1 g/mol)}$$

Lo anterior demuestra la relativa validez de la definición inicial de mol de Ostwald como «el peso molecular expresado en gramos», pues colocando la unidad g/mol al peso molecular se obtiene la masa de un mol de sustancia. Hay, sin embargo, que reconocer que colocar la unidad g/mol al peso molecular relativo y adimensional de la sustancia A, no es lo mismo que expresar el peso molecular en gramos, ya que el peso molecular no tiene unidades, se trata de un peso relativo. Otro problema con la definición de Ostwald es que se reduce a una magnitud de masa la medición de la cantidad de sustancia.

Un desarrollo enteramente similar a este, con otras variantes, es el presentado por Nelson (1991).

Introducir un ejemplo de pesos relativos con una definición equivalente de mol y de la constante de Avogadro

Así, la *cantidad de sustancia* tiene la característica de diferenciarse claramente de *masa*, *volumen* o *número de entidades elementales*. Resulta, desde luego, proporcional a cualquiera de estos conceptos, pero no se debe identificar con ninguno de ellos (Dominic, 1996; Furió y otros, 1999). Las relaciones entre la cantidad de sustancia, n ; la masa, m ; el volumen, V y el número de entidades elementales, N , se dan a partir de la masa molar, M , el volumen molar, V_m y la constante de Avogadro, N_A :

$$n = m/M \quad n = V/V_m \quad n = N/N_A$$

Conviene hacer ejemplos numéricos con estas tres ecuaciones, haciendo énfasis en que la cantidad de sustancia es un ente diferente, aunque proporcional, a la masa, al volumen o al número de entidades.

A continuación se presenta un problema donde el estudiante puede apreciar la naturaleza del mol a través de un ejemplo en el que se desarrolla una entidad equivalente al mol, el semillol. Este problema es enteramente similar a aquel desarrollado por Arce de Sanabia (1993) con clips, para el cual introduce el concepto de «clip-ole», similar al semillol de nuestro ejemplo. Con él concluyen las recomendaciones didácticas de este artículo.

Semillas, mol y N_A

Vas a usar tan solo una balanza y tu habilidad para contar. En todo este problema vas a suponer que cada una de las semillas de arroz pesa lo mismo, que cada uno de las alubias pesa lo mismo y que cada uno de los garbanzos pesa lo mismo.

Imagina que los átomos de los elementos son como diferentes semillas. La de arroz tomará el lugar del átomo de hidrógeno; la de alubia, el del berilio, y la de garbanzo, el sitio del cloro. Con la guía que viene en el enunciado a continuación, que se basa en una semilla de arroz como unidad de peso relativo, ¿puedes usar solo la balanza para obtener un igual número (el que sea) de los tres tipos de semillas? Por ejemplo, ¿puedes decir qué pesadas hay que hacer para tener cien unidades de cada semilla?

1. Con una balanza, tu primer problema es estimar el peso promedio de un grano de arroz, de alubia y de garbanzo. Pesa un buen número de ellos en la balanza y obtén el promedio (las semillas no son exactamente como los átomos, pues aquí sí ocurre que el peso de un grano de arroz sea ligeramente diferente al de otro). A nosotros nos dieron los siguientes resultados, encuentra los tuyos:

- Arroz: 0,021 g
- Alubia: 0,187 g
- Garbanzo: 0,746 g

2. Mediante cocientes de los datos anteriores, obtén los pesos relativos respecto al grano de arroz. Nosotros obtuvimos:

- Arroz: $0,021/0,021=1$
- Alubia: $0,187/0,021=8,9$
- Garbanzo: $0,746/0,021=35,5$

3. Dedícate ahora a contar las semillas que hay en las siguientes pesadas, a las que llamaremos *semillales*:

- Un gramo de arroz (un semillal de arroz).
- Un peso relativo de gramos de alubia, o semillal de alubia (en nuestro caso corresponde a 8,9 gramos de alubia, pero tú usa tu propio resultado del apartado 2).
- Un peso relativo de gramos de garbanzo o semillal de garbanzo (en nuestro caso 35,5 gramos de garbanzo).

No te sorprenda si obtienes el mismo número de cada semilla, pues recuerda qué sucede cuando pesas muestras en la misma proporción que la indicada por los pesos relativos.

4. El apartado 3 (si usaste una balanza aceptable y no hay mucha variabilidad en los pesos de cada semilla respecto a su promedio) te debe haber llevado al mismo número de granos de las tres semillas o, en todo caso, a números muy parecidos. Este va a ser la «constante de Avogadro» de nuestro ejercicio. Nuestro resultado fue de 48 semillas. ¿Y el tuyo? (Date cuenta, por cierto, de que este número se obtiene al invertir el peso de un solo grano de arroz; $1/0,021$, pues la inversa de los gramos que pesa un grano es el número de granos que hay en un gramo.)

5. Resuelve ahora la pregunta lanzada, ¿cuántos gramos debes pesar de cada semilla para tener cien de ellas? Calcula para ello el «número de semillales» que representan 100 semillas (en nuestro caso $100/48 = 2,1$ semillales, por lo que hay que pesar $2,1 \times 1 = 2,1$ gramos de arroz, $2,1 \times 8,9 = 18,69$ gramos de alubias y $2,1(35,5 = 74,55$ gramos de garbanzos).

6. Haz tus propios cálculos y verifica con la balanza que obtienes, en efecto, 100 semillas de cada tipo con dichas pesadas. Si no es el caso, definitivamente lo que está pasando es que tienes una gran variabilidad en el peso de cada semilla.

Nota

1. El término no existe en español, pero se propuso como *numerousness*, en inglés.

Referencias
bibliográficas

- ARCE DE SANABIA, J. (1993): «Relative Atomic Mass and the Mole: A Concrete Analogy to Help Students Understand These Abstract Concepts» en *Journal of Chemical Education*, vol. 70, n. 3, pp. 233-234.
- CEVERLLATI, R.; MONTUSCHI, A.; PERUGINI, D.; GRIMELLINI, N.; PECORI, B. (1982): «Investigation of Secondary School Students Understanding of the mole concept in Italy» en *Journal of Chemical Education*, n. 10 (vol. 59), pp. 852-856.
- DOMINIC, S. (1996): «What's a Mole For» en *Journal of Chemical Education*, vol. 73, n. 4, p. 309.
- FURIÓ, C. y otros (1993): «Concepciones de los estudiantes sobre una magnitud "olvidada" en la enseñanza de la química: la cantidad de sustancia» en *Enseñanza de las ciencias*, vol. 11, n. 2, pp. 107-114.
- FURIÓ, C.; AZCONA, R.; GUIASOLA, J. (1999): «Dificultades conceptuales y epistemológicas del profesorado en la enseñanza de los conceptos de cantidad de sustancia y de mol» en *Enseñanza de las ciencias*, vol. 17, n. 3, pp. 359-376.
- GARCÍA CIFUENTES, A. (1997): «La enseñanza del concepto de mol: un enfoque práctico» en *Alambique*, n. 14, pp. 105-111.
- GORIN, G. (1994): «Mole and Chemical Amount» en *Journal of Chemical Education*, vol. 71, n. 2, pp. 114-116.
- IUPAC (2001): «Abbreviated list of quantities, units and symbols in physical chemistry» en la siguiente dirección electrónica: www.iupac.org/reports/1993/homann/base1.html.
- MCGLASHAN, M.L. (1971): *Physicochemical Quantities and Units*. London. The Royal Institute of Chemistry.
- MILLS, I.M. (1989): «The choice of Names and Symbols for Quantities in Chemistry» en *Journal of Chemical Education*, n. 11 (vol. 66), pp. 887-889.
- MERLO, C.; TURNER, K.E. (1993): «A mole of M&M's» en *Journal of Chemical Education*, n. 6 (vol. 70), pp. 453
- NELSON, P.G. (1991): «The elusive mole» en *Education in Chemistry*, vol. 28, n. 4, pp. 103-104.
- ROCHA-FILHO, R.C. (1990): «A proposition about the Quantity of which Mole in the SI Unit» en *Journal of Chemical Education*, n. 2 (vol. 67), pp. 139-140.

Direcciones
de contacto

Andoni Garritz Ruiz: Departamento de Física y Química Teórica, Facultad de Química, Universidad Nacional Autónoma de México

andoni@servidor.unam.mx

Laura Gasque Silva y Gisela Hernández Millán: Departamento de Química Inorgánica y Nuclear, Facultad de Química, Universidad Nacional Autónoma de México.

gasquel@servidor.unam.mx

ghm@servidor.unam.mx

Ana Martínez Vázquez: Instituto de Investigaciones en Materiales, Universidad Nacional Autónoma de México

martina@matilda.iimatercu.unam.mx